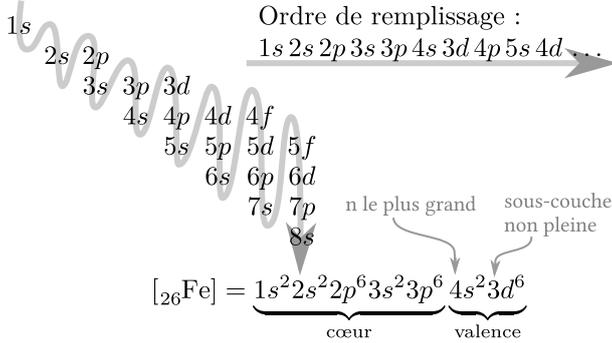


## Configuration électronique

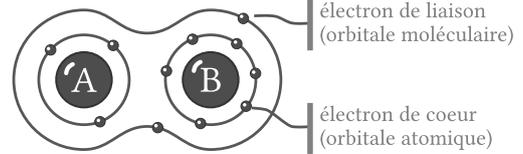
Sous-couche	s	p	d	f
Nombre d'électrons	2	6	10	14

Ordre de remplissage :  
 $1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d \dots$



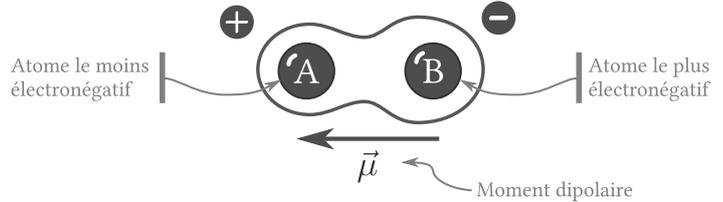
## La liaison covalente

Interaction attractive entre atomes causé par le partage d'électrons de valence



⚡ Énergie de liaison  $\approx 200-1000$  kJ/mol

Lorsque les atomes sont différents, la liaison peut être polaire

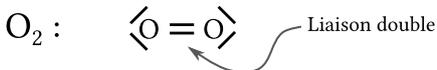


## Représentation de Lewis

### Règle de l'octet

Les atomes forment des liaisons covalentes pour s'entourer de 8 électrons

Exemples :



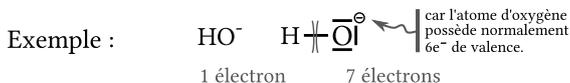
### Règle du duet

Les atomes ayant peu d'électrons forment des liaisons covalentes pour s'entourer de 2 électrons

Exemple :  $\text{H}_2$  :  $\text{H}-\text{H}$

### Charges formelles

Pour déterminer la charge portée par un atome, on lui attribue la moitié des électrons des liaisons auxquelles il participe.



Méthode générale	Application à $\text{CO}_3^{2-}$
1 Déterminer le nombre de doublets à placer en comptant le nombre total d'électrons de valence	$n_v(\text{C}) = 4$ $n_v(\text{O}) = 6$ $n_v(\text{CO}_3^{2-}) = 3 \times 6 + 4 + 2 = 24$ $n_d(\text{CO}_3^{2-}) = 12$
2 Structure de la molécule : l'atome avec le plus d'électrons célibataires ou case vides au milieu	
3 Placer les doublets non liants sur les atomes	
4 Placer les doublets restants et faire les ajustements nécessaires pour respecter la règle de l'octet	
5 Déterminer les charges portées par chaque atome.	

# Structure & propriétés des Molécules

entités chimiques

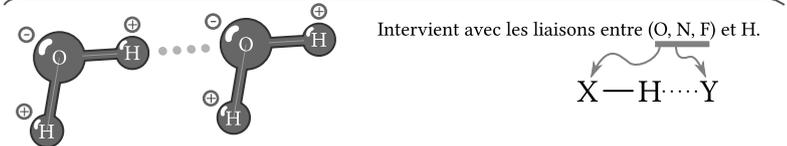
## Forces intermoléculaires

### Forces de Van Der Waals

Keesom	Debye	London
Dipôle permanent    Dipôle permanent	Dipôle permanent    Dipôle induit	Dipôle instantané    Dipôle induit
D'autant plus forte que les molécules sont polaires	D'autant plus forte que les molécules sont polaires et polarisables	D'autant plus forte que les molécules sont polarisables

⚡ Énergie de liaison  $\approx 0.5-10$  kJ/mol

### Liaison hydrogène



⚡ Énergie de liaison  $\approx 10-30$  kJ/mol

## Solvants

Solvant polaire	ses molécules ont un dipôle électrique permanent
Solvant protique	ses molécules peuvent former des liaisons hydrogène
pouvoir dissociant	plus la permittivité relative $\epsilon_r$ du solvant est grande, plus il écrante la charge des ions et sépare les paires d'ions.

Les solvants A et B sont solubles si les énergies des liaisons A-A, B-B et A-B sont du même ordre de grandeur. Ce sont en général des solvants de même nature.

Un solvant polaire et dissociant dissout plus facilement une espèce ionique qu'un solvant apolaire et non dissociant.

Une espèce moléculaire sera plus facilement dissoute dans un solvant qui a des caractéristiques similaires (polarité, proticité)